

Rosenberg, Dominique; Busker, Maïke; Böttger, Sebastian; Pöhls, Christin; Fittschen, Ursula; Jansen, Walter

## **Metalle und Säuren. Eine historisch-problemorientierte Unterrichtseinheit**

*formal überarbeitete Version der Originalveröffentlichung in:*

*formally revised edition of the original source in:*

*Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule : PdN 65 (2016) 5, S. 8-13*



Bitte verwenden Sie in der Quellenangabe folgende URN oder DOI /  
Please use the following URN or DOI for reference:

urn:nbn:de:0111-pedocs-173910

10.25656/01:17391

<https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:0111-pedocs-173910>

<https://doi.org/10.25656/01:17391>

### **Nutzungsbedingungen**

Gewährt wird ein nicht exklusives, nicht übertragbares, persönliches und beschränktes Recht auf Nutzung dieses Dokuments. Dieses Dokument ist ausschließlich für den persönlichen, nicht-kommerziellen Gebrauch bestimmt. Die Nutzung stellt keine Übertragung des Eigentumsrechts an diesem Dokument dar und gilt vorbehaltlich der folgenden Einschränkungen: Auf sämtlichen Kopien dieses Dokuments müssen alle Urheberrechtshinweise und sonstigen Hinweise auf gesetzlichen Schutz beibehalten werden. Sie dürfen dieses Dokument nicht in irgendeiner Weise abändern, noch dürfen Sie dieses Dokument für öffentliche oder kommerzielle Zwecke vervielfältigen, öffentlich ausstellen, aufführen, vertreiben oder anderweitig nutzen.

Mit der Verwendung dieses Dokuments erkennen Sie die Nutzungsbedingungen an.

### **Terms of use**

We grant a non-exclusive, non-transferable, individual and limited right to using this document.

This document is solely intended for your personal, non-commercial use. Use of this document does not include any transfer of property rights and it is conditional to the following limitations: All of the copies of this documents must retain all copyright information and other information regarding legal protection. You are not allowed to alter this document in any way, to copy it for public or commercial purposes, to exhibit the document in public, to perform, distribute or otherwise use the document in public.

By using this particular document, you accept the above-stated conditions of use.

### **Kontakt / Contact:**

**peDOCS**  
DIPF | Leibniz-Institut für Bildungsforschung und Bildungsinformation  
Informationszentrum (IZ) Bildung  
E-Mail: [pedocs@dipf.de](mailto:pedocs@dipf.de)  
Internet: [www.pedocs.de](http://www.pedocs.de)

Mitglied der

  
Leibniz-Gemeinschaft

## **Metalle und Säuren – eine historisch-problemorientierte Unterrichtseinheit**

**M. Busker, D. Rosenberg, S. Böttger, C. Pöhls, U. Fittschen und W. Jansen**

Die Reaktion von Metallen mit Säuren ist ein wichtiges Thema des Chemieunterrichts in der Mittelstufe. Kann auch Kupfer in Salzsäure, Essigsäure oder Zitronensäure gelöst werden? Bei historisch-problemorientierter Vorgehensweise können Schülerinnen und Schüler dieser Frage nachgehen.

*Stichworte: historisch-problemorientierter Chemieunterricht, Kupfer, Metalle, Säuren*

### **Einleitung**

Die Behandlung von Säuren gehört im Chemieunterricht der Mittelstufe zu den klassischen Themen. Vorher sind in der Regel bereits eine Reihe anderer Themen behandelt worden. So haben die Schülerinnen und Schüler Sauerstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff kennengelernt und die Kennzeichen von chemischen Reaktionen erarbeitet. Redox-Reaktionen sind in spannenden Versuchen demonstriert worden. Der Atombegriff ist als so genanntes Daltonsches Atommodell bereits zugrunde gelegt. Je nach Schulcurriculum sind chemische Symbole und die Reaktionsgleichungen eingeführt.

Für die Thematik „Säuren und Laugen“ gibt es eine Reihe von geeigneten, alltagsorientierten Unterrichtseinheiten (z.B. nach den Konzepten „Chemie fürs Leben“ [1,2] oder „Chemie im Kontext“ [3]). Alltagsgegenstände (z.B. Lebens- und Reinigungsmittel) können mit Hilfe von Indikatoren auf Säuren und Laugen geprüft werden. Ebenso kann das Verhalten von Säuren, in der Regel Salzsäure, Essigsäure und Zitronensäure gegenüber Kalk und Metallen untersucht werden. Die Schüler ermitteln, dass bei den Reaktionen von z. B. Magnesium mit diesen Säuren Wasserstoff freigesetzt wird. Dabei werden die oben erwähnten Säuren in der Regel mit Magnesium, Zink, Eisen und Kupfer versetzt. Entsprechende Versuche finden sich in diversen Schulbüchern [4-10]. Als Ergebnis findet sich u.a.: Unedle Metalle, wie Magnesium, Zink und Eisen lösen sich in Säuren unter Wasserstoffentwicklung auf, Kupfer als edles Metall dagegen nicht. Lässt man jedoch diese Versuchsansätze einige Tage z. B. eine Woche bis zur nächsten Chemiestunde stehen, erleben die Schülerinnen und Schüler eine große Überraschung: Wie erwartet haben sich Magnesium, Zink und Eisen vollkommen in den Säuren aufgelöst. Die Ansätze mit Kupfer bieten dagegen ein unerwartetes Bild: Die Lösungen sind blau bzw. blau-grün gefärbt. Vielfach ist das Kupfer in der Salzsäure augenscheinlich völlig verschwunden.

Dieses unerwartete Phänomen schreit nach Aufklärung und Schülerinnen und Schüler wünschen, diese überraschenden und zunächst unerklärlichen Erscheinungen verstehen zu können. Das Phänomen der Korrosion von Kupfer haben wir bereits in einer vorherigen Arbeit diskutiert [11]. Im Folgenden stellen wir nun eine historisch-problemorientierte Einheit vor, um Schülerinnen und Schülern die Chance zu einer möglichst eigenständigen Lösung dieses Problems zu eröffnen.

Dafür sollen zunächst die Arbeiten zur Korrosion von Kupfer in Säuren von Joachim Jungius (1587-1659) betrachtet werden.

### **Leben und Leistungen des Joachim Jungius [12]**

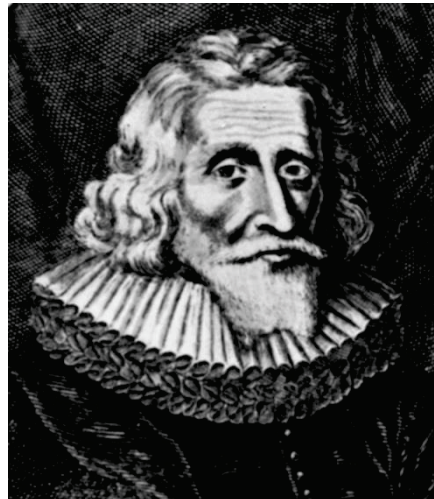


Abbildung 1: Joachim Jungius (1587-1675) [13]

Joachim Jungius wurde am 22. Oktober 1587 in Lübeck geboren (Abb. 1). Er war der einzige Sohn von Nicolaus und Brigitte Junge. Nicolaus Junge war Lehrer am Katharineum, dem Lübecker Gymnasium, das auch heute noch besteht und seine Mutter war Tochter des Hauptpastors der Lübecker Domkirche. In der damaligen Zeit wurde in gebildeten Familien der Familienname gerne latinisiert und so wurde aus Junge der Name Jungius. Ob das durch den Vater noch geschehen war, ist unklar, denn der wurde 1589 ermordet. Die Mutter heiratete erneut und wieder einen Lehrer des Lübecker Katharineums. Wie berichtet wird, war Joachim von zarter Natur. Er beendete aber erfolgreich 1605 das Gymnasium und immatrikulierte sich 1606 zum Studium an der Universität Rostock. 1608 setzte er an der Universität Gießen seine Studien fort und erwarb dort mit dem Magister der Philosophie seinen ersten akademischen Grad. Bereits 1609 lehrte er an der Universität Mathematik. Im Juni 1612 reiste er ins nahe Frankfurt, wobei er auf dieser Reise auch die Sonnenflecken beobachtete und beschrieb. In Frankfurt wurde Joachim Jungius auch Zeuge der Krönung des deutschen Kaisers Matthias. 1614 lehnt er einen Ruf, Rektor des Rostocker Gymnasiums zu werden, ab. Er kehrte 1615 kurz nach Lübeck zurück, um anschließend ein Zweitstudium, das der Medizin, in Rostock aufzunehmen. Im italienischen Padua setzte er seine Studien fort und wurde dort am 22. 12. 1618 zum Doktor der Medizin promoviert. Das Medizinstudium umfasste schon damals viele Lehrveranstaltungen der Chemie, insbesondere über medizinisch wirksame Substanzen, den Arzneien. Zurück in Rostock widmete sich Jungius als Arzt zunächst der praktischen medizinischen Tätigkeit. Hier begann er auch mit seinen chemischen Experimenten; über eines davon wurde hier berichtet. Im Februar 1622 wurde er zum Professor für Mathematik an die Universität Rostock berufen und im selben Monat heiratete er Catharina Havemann, die Tochter einer Rostocker Bürgerfamilie. 1624 nahm er einen Ruf an die Universität Helmstedt an. Die

Kleinstadt in der Nähe von Braunschweig besaß damals eine bedeutende Universität. Die Universitätsgebäude sind noch heute zu bewundern. Inzwischen jedoch verheerte der dreißigjährige Krieg (1618 – 1648) die deutschen Lande.

Ursprünglich war es ein Krieg zwischen den protestantischen und katholischen Fürsten im deutschen Reich, in den sich aber auch immer mehr Nachbarländer einschalteten. Betroffen waren insbesondere die Landbevölkerung und die Bewohner kleiner Städte. Nur in den wirklich großen Städten wie Hamburg und Köln konnte man sich einigermaßen sicher fühlen. Während dieses Krieges verlor etwa ein Drittel der deutschen Bevölkerung das Leben. Bei der Erstürmung Magdeburgs 1631 durch kaiserliche Truppen wurden 20 000 Einwohner umgebracht, was fast alle entsprach. Dieser Krieg war eine der größten Katastrophen der deutschen Geschichte. Der Krieg erreichte 1625 auch Helmstedt und Jungius musste nach Braunschweig fliehen. Aber auch eine Stadt wie Braunschweig war nicht sicher, wie die Eroberung Magdeburgs 1631 zeigte. 1626 gelang Jungius die Rückkehr nach Rostock, wo er wieder zum Professor für Mathematik an die Universität berufen wurde. 1628 erhielt er einen Ruf des Hamburger Senats, Rektor des Johanneums, des hamburgischen Gymnasiums, und gleichzeitig Rektor des Akademischen Gymnasiums zu werden.

Die Hamburger hatten keine Universität, sie hatten aber 1613 eine Akademie gegründet, wo man die ersten Semester eines Universitätsstudiums absolvieren konnte. Gelehrt wurden insbesondere die sieben freien Künste, wozu Mathematik, Astronomie, Rhetorik (Lateinische Sprache) gehörte. Das Besondere an der Hamburger Akademie war, dass auch Chemie gelehrt werden sollte und dass – ganz einmalig – ein chemisches Laboratorium für die Experimente des Professors eingerichtet worden war. Die Fakultät für Chemie der heutigen Universität Hamburg gedachte 2013 in einer Vorlesungsreihe „400 Jahre wissenschaftliche Chemie in Hamburg“ an diese Tatsache. Die finanziellen Bedingungen des Hamburger Angebots waren sehr gut, das chemische Laboratorium reizte Jungius sehr und wahrscheinlich spielte auch die Sicherheit eine Rolle, die Hamburg im dreißigjährigen Krieg bieten konnte. Jungius nahm den Ruf an. Johanneum und Akademie waren im ehemaligen Johanniskloster untergebracht, das 1236 von Dominikanermönchen gegründet worden war (Abb.2). Mit der Einführung der Reformation 1529 in Hamburg wurde das Kloster aufgelöst. Die Gebäude dienten nun dem Johanneum und etwas später auch der Akademie. 1829 wurden Kloster und Kirche wegen Baufälligkeit abgerissen und 1886 bis 1897 das heutige imposante Rathaus Hamburgs an dieser Stelle errichtet.



Abbildung 2: St. Johanniskloster um 1590 [14]

In Hamburg konnte Jungius seine wissenschaftlichen Arbeiten im Kampf gegen die Vorstellung der Transmutation fortsetzen. Danach sollte man unedle Metalle in Gold verwandeln können, was damals von den meisten Menschen geglaubt wurde. Einer der von ihm durchgeführten Versuche ist der hier beschriebene. Er konnte zeigen, dass so viel Kupfer, wie er in Säure lösen, er auch wieder gewinnen konnte, was er im Lichte der Atomvorstellung erklären konnte. In diesem Zusammenhang prägte er den Begriff der Reduktion. In Hamburg hat er auch seine vielleicht größte Leistung vollbracht: die Schaffung des modernen chemischen Elementbegriffs. Die alten Griechen hatten durch Empedokles Feuer, Wasser, Erde und Luft zu Elementen erklärt. Jungius begründete nun einen neuen, chemischen Elementbegriff. Man muss die Stoffe in einfachere Stoffe zerlegen. Am Ende kommt man zu Stoffen, die sich nicht weiter zerlegen lassen. Diese nennt man dann wahrhaft einfache Stoffe oder Elemente. In diesem Sinne bezeichnete er Gold, Silber und Quecksilber als wahrhaft einfache Stoffe. Die um 1630 verfasste Schrift mit dem Titel „Hypothesis syndiacritica“ enthält seine Arbeiten und Gedanken über diesen neuen Elementbegriff. Sie wurde 1659-1662 neu aufgelegt. Ein Exemplar wurde der Royal Society in London, der berühmten englischen wissenschaftlichen Gesellschaft, zur Besprechung vorgelegt. Gründungsmitglied der 1660 gegründeten Gesellschaft, der zunächst nur 12 Fellows angehörten, war Robert Boyle. Ziel der heute weltweit 1600 Fellows umfassenden Gesellschaft war nur experimentell Bewiesenes als Wissenschaft zu begründen. Boyle, der in den meisten Büchern als der Schöpfer des neuen chemischen Elementbegriffs gepriesen wird, sagte zwar selbst, dass er ihn „von Chemikern, die am klarsten reden“ übernommen hat, nannte dabei aber nicht den Namen von Joachim Jungius.

Um 1630 geriet Jungius in Konflikt mit der Hamburger lutherisch-protestantischen Geistlichkeit. Er nahm als Rektor der Akademie am Begräbnis einer calvinistischen Frau teil und wurde deshalb von der damals auch bei Protestanten noch üblichen Beichte ausgeschlossen. Jungius ließ sich nicht beirren, er ging daraufhin außerhalb Hamburgs in den Gottesdienst. 1638 starb seine Frau Catharina und 1641 legte er die Leitung des Johanneums nieder, behielt aber das Rektorat der Akademie bis an



sein Lebensende. Wissenschaftlich führte er viele chemische Experimente zur Untermauerung seiner Vorstellungen durch. Insbesondere bekämpfte er die Lehren des berühmten antiken Philosophen Aristoteles. Am 23.9.1659 starb Jungius wahrscheinlich an den Folgen eines Sturzes. Er wurde am 29.9. in der Kirche St. Johannis an seiner Wirkungsstätte begraben.

## **Das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren – Ziele und Struktur**

Ausgangspunkt für das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren bildet das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren von Schmidkunz und Lindemann, welches durch seine klare Strukturierung, die es dem Unterricht gibt und der Möglichkeit, die Schüler aktiv am Erkenntnisprozess zu beteiligen, besticht [15]. Hin und wieder ist es jedoch so, dass die zu behandelnden Inhalte sich nur schwer nach der vereinfachten Folge „Hypothese, Experiment, Schlussfolgerungen aus den Ergebnissen“ vermitteln lassen, beispielsweise bei der Einführung des Atom- oder Ionen-Begriffs. Hier eröffnet das historisch-problemorientierte Verfahren eine Alternative durch die Einbeziehung der historischen Situation in der Erkenntnisse entstanden sind. Dabei treten auch die Menschen, die an den Forschungen beteiligt waren, ins Blickfeld und es wird den Schülern klar, dass manche Theorien und Modelle zunächst sehr spekulativ waren, ehe sie durch Untersuchungen erhärtet werden konnten. Damit tritt die geschichtliche Entwicklung bestimmter Erkenntnisse in den Fokus des Unterrichtsgeschehens. In einer Reihe von Arbeiten haben wir Intentionen, Ziele und Struktur des Verfahrens dargelegt [16,17]. Hier sollen nochmal die wichtigsten Gesichtspunkte zusammengefasst werden:

### *Intentionen*

Die Einbeziehung der Geschichte der Chemie in den Chemieunterricht in Form des historisch-problemorientierten Unterrichts soll so erfolgen, dass das in der Geschichte liegende Potential zur Anregung des Denk- und Handlungsbedarfs der Schüler genutzt wird. Hier ist die Entwicklung der umfassenden Theorien und großen Ideen der Chemie zu nennen. Auch die Schülerinnen und Schüler sollen erkennen, dass sich Theorien häufig nicht in einfachen Kausalketten empirisch-induktiv herleiten lassen, sondern erfunden werden und somit spekulative Züge tragen müssen. Die Einführung neuer Stoffklassen im Chemieunterricht lässt sich durch ihre Entwicklungsgeschichte vollziehen, wobei auch geeignete Originaltexte der Forscher zum Einsatz kommen können. Dabei sollen auch die historischen Persönlichkeiten sowie die Gegebenheiten ihrer Zeit in den Blickpunkt der Schülerinnen und Schüler rücken. Der historisch-problemorientierte Unterricht bietet auch die Möglichkeit durch spannende Episoden aus der Geschichte der Chemie, die Motivation der Schüler zu steigern. Darüber hinaus sollen menschliche und gesellschaftliche Aspekte der Forschung erarbeitet werden. Die Forscherpersönlichkeiten und deren menschliches und gesellschaftliches Umfeld sollen über die Ergebnisse ihrer Forschung für Schüler sichtbar werden.

### *Wichtige Gesichtspunkte und Ziele der Konzeption*

Mit Hilfe der Geschichte der Chemie sollen den Schülerinnen und Schülern der Erkenntnisweg zwischen Empirie und Spekulation verdeutlicht und so ein tieferes Verständnis von naturwissenschaftlicher Problemlösung und Theoriebildung ermöglicht werden. Die Schülerinnen und Schüler sollen erkennen, dass die Erkenntnisgewinnung in der Chemie nicht so geradlinig logisch abläuft, wie Lehrbücher das Bild der Chemie vermitteln.

Die Veränderlichkeit und Begrenztheit von Theorien und Modellen wird erfassbar. Darüber hinaus wird den Lernenden einsehbar, dass ihre eigenen Schwierigkeiten und Probleme häufig auch die der Wissenschaftler vergangener Epochen waren.

Schülerinnen und Schüler werden hinein- und gefangengenommen von dem wirklichen, erregenden Forschungs- und Entdeckungsprozess. Durch das Kennenlernen der Menschen, die die Chemie geprägt haben, wird eine Komponente in den Unterricht gebracht, die die emotionale Distanz zur Chemie von vielen Schülern verringert. Ebenso wird verdeutlicht, dass Forschung von den Ansprüchen der Gesellschaft geprägt wird.

### *Struktur des Verfahrens*

Welcher Weg ist nun der geeignete, Geschichte der Chemie für den Unterricht fruchtbar zu machen? Der historisch-problemorientierte Unterricht versucht, einen Teil der historischen Problemsituation zu rekonstruieren und dem Schüler mit Hilfe geeigneter Textstellen und Experimente Hilfen zur Problemerkfassung und zur Problemlösung soweit an die Hand zu geben, dass er in der Lage ist, Teilschritte des Lösungswegs alleine zu gehen. Der englische Chemiedidaktiker John Bradley zeigt in seinen Konzeptionen diese fruchtbare Verbindung zwischen heuristischen und geschichtlichen Elementen im Chemieunterricht. Wenn der heuristische Weg für den Lernenden zu schwierig wird, ist es nötig, ihm gewisse Informationen durch einen **history lift** zu geben; gerade genug, dass er wieder etwas weiter auf dem Weg der Problemlösung vorangehen kann [18]. Und es nicht die Autorität des Lehrers, die ihm diese Information gibt, sondern es ist die historische Persönlichkeit des Wissenschaftlers selbst, der seine Gedanken über das Problem offenbart. In der Vergangenheit haben wir eine ganze Reihe historisch-problemorientierter Unterrichtskonzeptionen vorgelegt [16, 233-234]. Im Folgenden soll nun exemplarisch eine Unterrichtseinheit zur Korrosion von Kupfer in Säuren vorgestellt werden.

## **Unterrichtskonzeption zur Thematik Metalle und Säuren**

### *Voraussetzungen der Lerngruppe*

Die Unterrichtseinheit wurde für eine 9. Klasse einer Gemeinschaftsschule konzipiert. Die Klasse, in welcher der Unterricht konkret erprobt wurde, hat zu Beginn des 9. Schuljahres mit dem Fach Chemie begonnen. Die Schülerinnen und Schüler haben bis zum Beginn der Unterrichtseinheit Stoffe und ihre Eigenschaften, Kennzeichen chemischer Reaktionen, das Atommodell nach Dalton sowie Redoxreaktionen (nach dem einfachen Oxidationsbegriff als Übertragung von Sauerstoff) kennengelernt.

Ebenso sind die Nachweisreaktionen von Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff bekannt.

Die Schülerinnen und Schüler haben bereits erste Kompetenzen im Bereich der Erkenntnisgewinnung erworben. So wurden in den vorherigen Unterrichtseinheiten bereits das Formulieren von Hypothesen und das Entwickeln von Experimenten zu deren Prüfung geübt. Die Schülerinnen und Schüler sind mit dem Durchführen einfacher Experimente vertraut.

### *Einstieg*

Zu Beginn des neuen Themas „Säuren“ erhalten die Schülerinnen und Schüler die Aufgabe Säuren, saure Lösungen oder saure Früchte zu nennen. Hierzu werden von der Lehrkraft verschiedene Lebensmittelverpackungen, Lebensmittel (z.B. Zitrusfrüchte, Essig) und Reinigungsmittel (z.B. Badreiniger) zur Verfügung gestellt. Man darf erwarten, dass die Schülerinnen und Schüler Essig, Zitronensäure, saure Früchte wie Zitronen, Äpfel usw., Sauerkraut u. ä. vielleicht auch Salzsäure oder Schwefelsäure bereits kennen und vielleicht von sich aus nennen. Die Schüler prüfen nun mit Indikatoren (z.B. Rotkohlsaft, Lackmus-Lösung, Universalindikatorpapier oder ggf. mit dem Tintenindikatorpapier[19]) den Säuregehalt der unterschiedlichen Alltagsstoffe. Außerdem können saure Lösungen wie Essigessenz (25% Säuregehalt), Zitronensäure-Lösung (10 g kristalline Zitronensäure gelöst in 100 mL Wasser), verdünnte Salzsäure ( $c(\text{HCl}) = \text{ca. } 2 \text{ mol/L}$ ) und ggf. verdünnte Schwefelsäure ( $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \text{ca. } 1 \text{ mol/L}$ ) aus der Chemiesammlung auf ihre saure Eigenschaft hin untersucht werden.

### *Erste Untersuchungen des Verhaltens von Säuren mit Metallen*

Einigen Schülern ist vielleicht bekannt, dass man saure Speisen wie Sauerkraut, mit Essig angemachten Rotkohl usw. nicht in Metallgefäßen aufbewahren soll. Auch einige Schulbücher geben entsprechende Hinweise. Warum ist das so? Den Schülerinnen und Schülern sind Magnesium, Zink, Eisen und Kupfer als Metalle bereits aus der vorherigen Unterrichtseinheit bekannt. Um der Frage nachzugehen, warum saure Lebensmittel nicht in Metallgefäßen aufbewahrt werden, können die Schülerinnen und Schüler nun diese Metalle mit Essigsäure (Essigessenz 25 % Säure, aus dem Supermarkt) oder Zitronensäure (25%ige-Lösung, Feststoff aus dem Supermarkt) versetzen. Man verwendet dazu zweckmäßig Rollrandgläschen mit passendem Schnappdeckel, die man hinstellen kann (z. B. Roth, Art.-Nr. X658.1, 20ml, Höhe 55mm, 200 Stk. 51,20€). Die Metalle liegen je nach Reaktivität zweckmäßig in kompakter (z.B. Magnesium) oder in fein pulverisierter Form (z.B. Eisenpulver) vor. Wir haben mit Erfolg nicht korrodiertes Magnesiumband (z. B. Roth, Art.-Nr. 4468.1, 1 Rolle 83,50 €), Zink Granalien (z. B. Roth, Art.-Nr. AE99.1, 250g 14,60 €), Eisenpulver (z. B. Sigma Aldrich, Art.-Nr. 12310, 500g für 28,20 €) und Kupferwolle (z.B. Roth, Art.-Nr. 9597.1, 100g 14,90 €) verwendet. Die Schüler füllen nun die Metalle in die Rollrandgläschen (insgesamt 4 Gläschen je Schülergruppe). Um das zeitaufwändige Auswiegen durch jede Schülergruppen zu umgehen, haben wir in der konkreten Lerngruppe etwa 0,25 g der Metalle bereits abgewogen bereitgestellt. Die Schülerinnen und Schüler sind arbeitsteilig vorgegangen, so dass



eine Hälfte der Klasse den Versuch mit Essigsäure durchgeführt hat und die andere Hälfte der Klasse mit Zitronensäure. Dabei werden die Gläschen gut zur Hälfte mit der jeweiligen Säure gefüllt. Beim Magnesium ist sofort eine heftige Gasentwicklung zu beobachten. Beim Eisen und Zink kann eine langsame Gasentwicklung festgestellt werden. Beim Ansatz mit Kupferwolle tut sich scheinbar nichts.

Die Schülerinnen und Schüler können nun Hypothesen formulieren, welches Gas bei der Reaktion von Magnesium, Zink und Eisen mit Essig- und Zitronensäure entsteht. In der konkreten Lerngruppe vermuteten die Schüler, dass bei der heftigen und lebhaften Reaktion von Magnesium mit den beiden Säuren Wasserstoff entstehen müsste, bei der langsameren Gasentwicklung bei der Reaktion von Zink vermuteten sie Sauerstoff und bei der noch trägeren Reaktion von Eisen Kohlenstoffdioxid. Diese Hypothesen können mit Hilfe der Knallgas-, Glimmspan- und Kalkwasserprobe überprüft werden. Die Knallgasprobe kann im Falle von Magnesium auch direkt am Rollrandgläschen durchgeführt werden, indem der entstehende Wasserstoff direkt an der Öffnung des Rollrandgläschens entzündet wird.

Die Lehrkraft kann den Versuch mit Salzsäure wiederholen, wobei die Schüler beobachten, was geschieht und die Beobachtungen notieren. Die Schüler beobachten, dass sich Magnesium wieder sehr schnell in der Salzsäure löst. Beim Zink und beim Eisen scheint die Gasentwicklung etwas stärker als bei den Versuchen mit Zitronensäure und Essigsäure zu sein. Mit einem weiteren einfachen Versuch mit Magnesium und Salzsäure im Reagenzglas mit aufgesetztem Stopfen mit durchgeführtem Glasrohr kann die Lehrkraft das Gas in einem weiteren Reagenzglas auffangen und mit der Knallgasprobe als Wasserstoff identifizieren. Im Glas mit Kupferwolle geschieht auch mit Salzsäure scheinbar nichts. In einer Zusammenfassung halten die Schüler fest, dass Magnesium, Zink und Eisen unter Entwicklung von Wasserstoff mit Essigsäure und Zitronensäure reagieren und zwar in der genannten Reihenfolge mit unterschiedlicher Heftigkeit. Kupfer reagiert mit keiner der Säuren. Im Falle der konkreten Lerngruppe äußerten die Schülerinnen und Schüler zudem, dass die noch nicht gänzlich aufgelösten Metalle Zink und Eisen weitere Zeit bräuchten, um weiter zu reagieren. Die Schülerinnen und Schüler schlugen vor, alle Ansätze bis zur nächsten Woche im Schrank bzw. unter dem Abzug stehen zu lassen. Ebenso könnte auf diese Art geprüft werden, ob Kupfer nicht doch noch reagieren würde. Zum Abschluss der Stunde wurde die Vermutung festgehalten, dass nach einer Woche die Lösungen mit Zink und Eisen ebenfalls klar wie die mit Magnesium sein werden, während das Kupfer unverändert in den Säuren vorhanden sein wird.

#### *Fortsetzung der Untersuchungen nach einer Woche*

Zu Beginn der Folgestunde wird ein Blick in das Schulbuch geworfen [z.B. 7, S. 231]. Die Schülerinnen und Schüler wiederholen auf diese Weise nochmals die Beobachtungen der vergangenen Stunde und die Hypothese, dass das Kupfer nicht mit den Säuren reagiert hat, wird wieder aufgegriffen. Nun werden die Ansätze aus dem Schrank bzw. dem Abzug geholt. Alle Lösungen mit Zink sind jetzt auch klar und in der Regel hat sich auch das Eisen vollkommen aufgelöst. Diese Lösung ist leicht grün-gelb gefärbt. Völlig überraschend für die Schüler ist, dass die Ansätze mit

Kupferwolle deutlich blau, bzw. grün-blau gefärbt sind. In der Salzsäure ist die Kupferwolle in der Regel augenscheinlich sogar gänzlich verschwunden (Abb. 3).

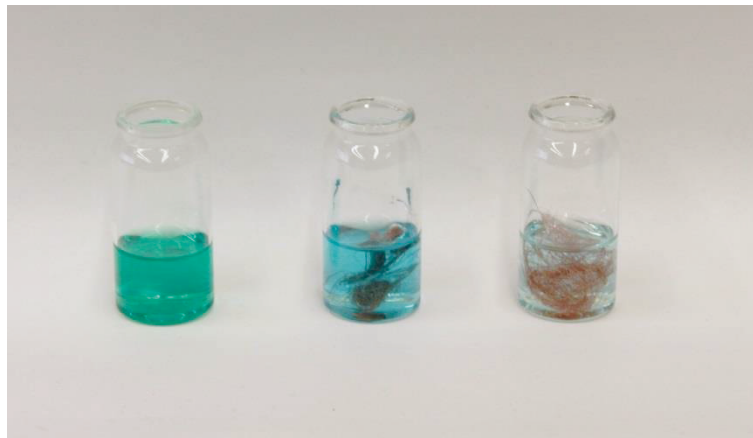


Abbildung 3: Kupferwolle in Salzsäure (li), Essigsäure (mi) und Zitronensäure (re) nach einer Woche

In der konkreten Lerngruppe äußerte ein Schüler zu dieser Beobachtung, dass bei Kupferdächern auch ein grünlicher Belag entsteht. Er vermutete, dass es sich dabei um einen ähnlichen Vorgang handeln müsste. Außerdem äußerten einige Schülerinnen und Schüler, dass beim Kupfer etwas anderes als bei den anderen Metallen geschehen sein müsste, da eine ganz andere und ganz besondere Farbe der Lösung entstehe.

Die Schüler haben an dieser Stelle keine Chance, einen Weg zur Lösung dieses Problems zu finden. Hier wird man nun das Arbeitsblatt im Sinne des historisch-problemorientierten Unterrichts über die Untersuchungen von Joachim Jungius den Schülern an die Hand geben (siehe AB). Nachdem sie den Text gelesen haben oder er laut vorgelesen wurde, werden die Schüler dazu aufgefordert, die Beobachtungen von Jungius herauszuarbeiten und Erklärungen hierfür zu finden. Jungius wollte wissen, ob sich die gesamte eingesetzte Menge an Kupfer in der reichlich verwendeten Essigsäure lösen konnte. Er bemerkte, dass es für die Schnelligkeit der Auflösung auch darauf ankam, ob das Kupfer sich nahe der Oberfläche befand. Was kann das bedeuten? Die Schülerinnen und Schüler der konkreten Lerngruppe nahmen an, dass das Kupfer sich nahe an der Oberfläche der Säure aufhalten sollte. Bereits mit Hilfe dieses ersten Textes vermuteten zwei Schülergruppen, dass daher die Luft wichtig für die Reaktion von Kupfer sein müsste.

Auf einem zweiten Arbeitsblatt werden nun Untersuchungen von Humphry Davy zur Korrosion von Kupfer in Salzwasser beschrieben und damit ein Weg aufgezeigt, dass der Sauerstoff der Luft, der sich in Wasser löst, eine Rolle spielen kann. Der Text endet so, dass die Schüler jetzt aufgefordert werden, Hypothesen zu formulieren und ein Experiment zur Entscheidung des Problems selbst zu planen. Bei dieser Aufgabe entwickelten die Schülerinnen und Schüler der konkreten Lerngruppe verschiedene Experimente. Eine Schülergruppe schlug vor, die Gläschen mit einem Stopfen fest zu verschließen; eine andere Gruppe füllte das Gläschen bis zum Rand mit Essig und verschloss es dann mit einem Deckel. Eine andere Gruppe schlug vor, die Versuche wie bei Davy auch mit einer Salzlösung durchzuführen. In einem anderen Versuch,

stellten die Schülerinnen und Schüler ein Kupferblech in Essigsäure, sodass nur ein Teil des Kupfers in den Essig tauchte. Eine andere Gruppe wollte prüfen, ob wirklich Essig oder Salzwasser nötig sei und legte Kupfer in destilliertes Wasser.

#### *Fortsetzung der Untersuchungen nach zwei Wochen*

Eine Woche später werden nun die Experimente der Schülerinnen und Schüler wieder hervorgeholt und die Versuchsergebnisse beurteilt.

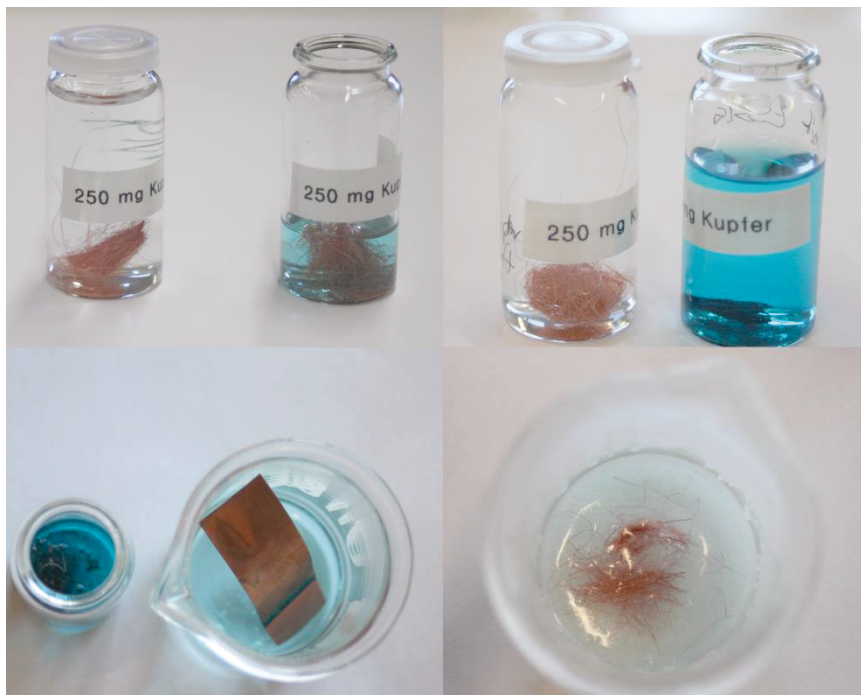


Abbildung 4: Ergebnisse der Schülerexperimente nach einer Woche (oben links und rechts Kupfer in Essigsäure mit und ohne Luftabschluss; unten links Kupferblech in Essigsäure und unten rechts Kupferwolle in Salzwasser)

Da die Schülergruppen unterschiedliche Experimente durchgeführt haben, präsentieren sie ihre Experimente (Abb. 4) und die festgestellten Ergebnisse in der Klasse. Insgesamt können viele verschiedene Beobachtungen festgehalten werden. In den verschlossenen Gläschen mit Kupfer in Essig oder Salzwasser ist keine Verfärbung ins Blaue oder Blau-Grüne eingetreten. Damit ist klar, dass der Luftsauerstoff in die Lösung eingedrungen und zum Kupfer gelangt ist. Die Schülerinnen und Schüler können zudem feststellen, dass Salzwasser oder Essig nötig ist, um die Korrosion des Kupfers zu ermöglichen. Ebenso stellen die Schüler, die ein Metallblech in Essig stellten, fest, dass sich ein grüner Feststoff vor allem dort bildet, wo Luft, Metall und Essig aufeinander treffen. Beim Versuch mit Kupferwolle und Salzwasser hat sich ein grüner Niederschlag gebildet, allerdings im Foto kaum zu erkennen. Die Schülerinnen und Schüler der konkreten Lerngruppe vermuteten nun, dass der Sauerstoff das Kupfer oxidiert und die Säure das Oxidationsprodukt dann gelöst hat. Eine Schülergruppe schlug vor, dass Reaktionsprodukt deswegen „Kupfersäureoxid“ zu nennen. Da sich bei den unverschlossenen Gläschen immer wieder weiterer Sauerstoff aus der Luft in der Säure lösen konnte, kann schließlich,

wenn genügend Säure vorliegt, das ganze Kupfer gelöst werden. Diese Erklärung ist nach dem Kenntnisstand der Schüler als korrekt zu bezeichnen. Die elektrochemische Sauerstoffkorrosion kann erst einige Jahre später, wenn die entsprechenden Voraussetzungen vorliegen, herangezogen werden.

Die Schülerinnen und Schüler der Lerngruppe schlugen vor, das Reaktionsprodukt weiter zu untersuchen. Zwei Schülergruppen machten den Vorschlag, die blau-grünliche Lösung zu filtrieren. Die anderen Schülergruppen verfolgten die Idee, die blau-grünliche Lösung in einem Reagenzglas zu erhitzen und so das Wasser zu verdampfen. Die Schüler können feststellen, dass blau-grüne bzw. blaue Kristalle gebildet werden (Abb.5).



Abbildung 5: Eindampfen des Reaktionsproduktes der Reaktion von Kupfer mit Salzsäure

Im weiteren Verlauf des Unterrichts kann nun die Salzbildung angesprochen werden. Auch bei der Reaktion der Metalle Magnesium, Zink und Eisen unter Entwicklung von Wasserstoff müssen sich Salze gebildet haben. Man kann dieses durch Eindampfen der entsprechenden Lösungen zeigen. In manchen Schulbüchern z.B. Prisma wird die Salzbildung auch durch Lösen der Oxide z.B. Zinkoxid oder Kupferoxid in Salzsäure gezeigt [7, 235]. Letztere Reaktion ergibt sofort eine grün-blaue Lösung und beim vorsichtigen Eindampfen die blau-grünen nadelförmigen Kristalle. Dieses Ergebnis unterstützt die Vorstellungen der Schüler zur Deutung der Lösung von Kupfer in Salzsäure und den anderen Säuren: Der gelöste Sauerstoff reagiert mit dem Kupfer zu Kupferoxid und dieses löst sich in den Säuren auf. Grundsätzlich lässt sich diese Unterrichtskonzeption auch bei der Behandlung des Themas Metalle durchführen.

### **Die Geschwindigkeit der Reaktion von Kupfer mit Säuren**

Die analytische Methode der TRFA (Totalreflexionsröntgenfluoreszenzanalyse), die wir bereits bei der Untersuchung der Korrosionsprodukte des Kupfers in Meerwasser angewandt hatten [11], erlaubt es auch hier, die Konzentrationen der Kupfersalze nach verschiedenen Zeiten in offenen wie in geschlossenen Gläschen zu verfolgen. Die Untersuchungen wurden mit dem Bruker Picofox 2 durchgeführt. Es wurden wie bei den Schülerexperimenten 250 mg Kupferwolle abgewogen und in jeweils sechs Rollrandgläschen gegeben. Anschließend wurden jeweils immer zwei Gläschen mit 15 mL Salzsäure  $c(\text{HCl}) = 2 \text{ mol/L}$ , Essigsäure 25% und Zitronensäure ebenfalls 25% befüllt, wovon jeweils eines der Gläser mit dem Plastikdeckel verschlossen wurde (Abb.6).

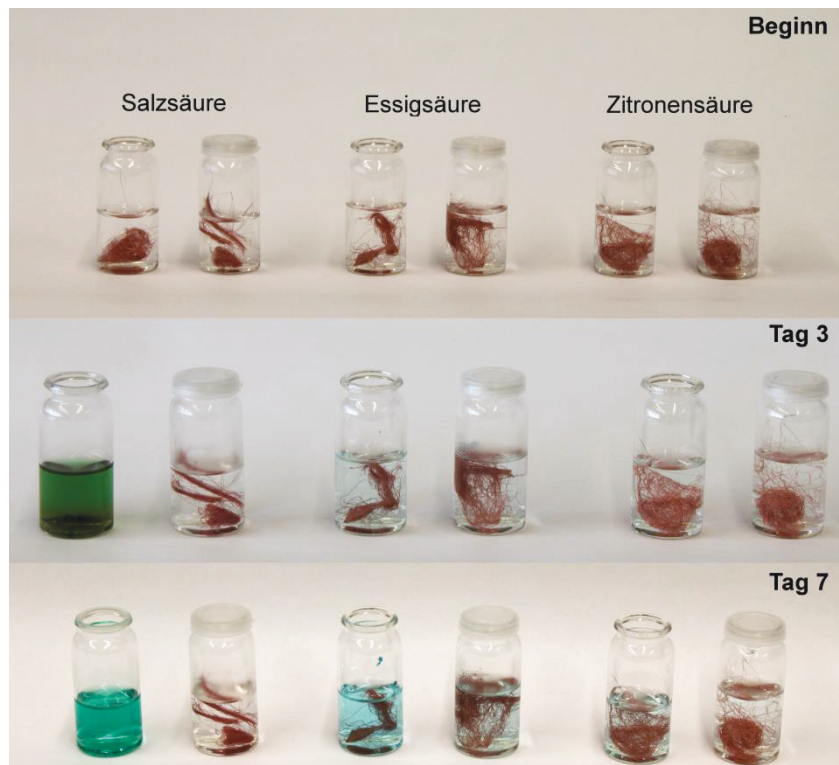


Abbildung 6: Kupferwolle in Salzsäure, Essigsäure und Zitronensäure in jeweils offenen und geschlossenen Rollrandgläschen zu verschiedenen Zeiten

Bereits vorher waren die Konzentrationen an Kupfer in den eingesetzten Säuren bestimmt worden. In der Salzsäure konnte bezogen auf 15 mL 0,000026 mg Cu, in der Essigsäure 0,000027 mg Cu und in der Zitronensäure kein Kupfer nachweisen werden. In den offenen Gläsern wurden jeweils nach 3 Stunden, 20 Stunden, zwei, sieben und zehn Tagen je 90  $\mu\text{L}$  entnommen und analysiert. Die jeweils ermittelten Massen von Kupfer in den Lösungen sind in der Abb. 7 zu sehen.



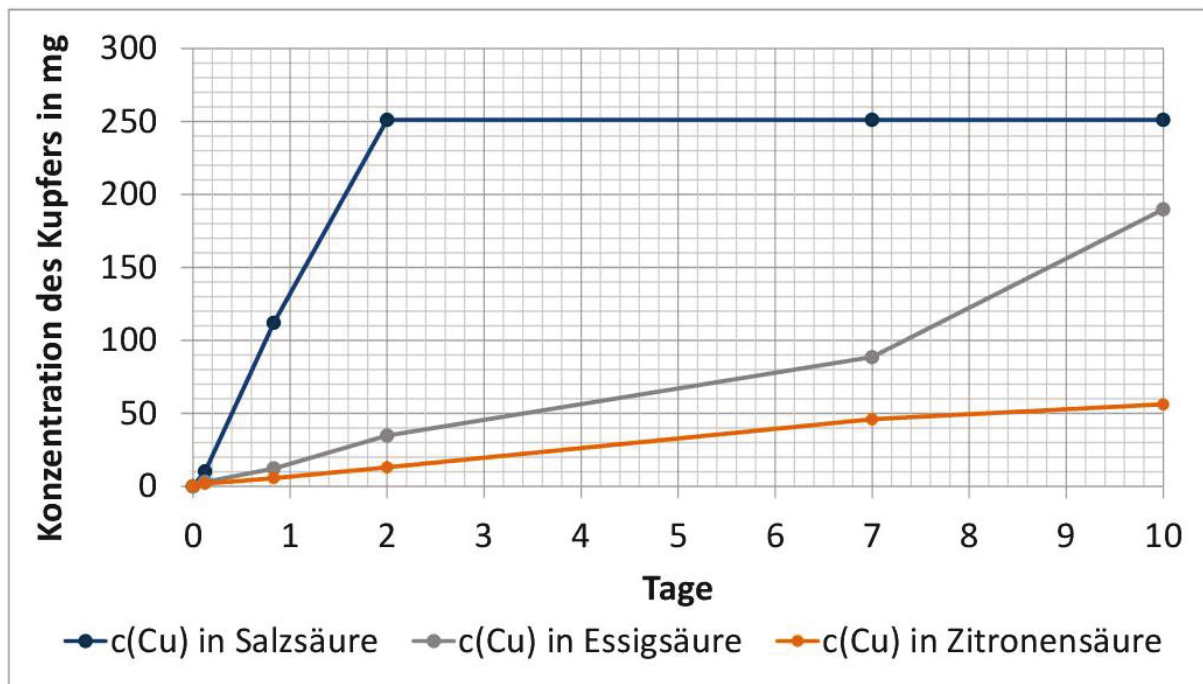


Abbildung 7: Die ermittelten Messwerte des Kupfergehaltes

Es zeigte sich, dass das Kupfer in der Salzsäure bereits nach zwei Tagen völlig aufgelöst war. Nach zehn Tagen war das Kupfer auch in der Essigsäure weitgehend gelöst, während die Korrosion in der Zitronensäure am langsamsten fortgeschritten war. Auch die Analysen der Kupfermenge in den geschlossenen Gläsern wurden nach zehn Tagen vorgenommen. Dabei konnten in der Salzsäure 56,1 mg Kupfer/ 15 mL, in der Essigsäure 52,8 mg/ 15 mL und in der Zitronensäure 14,3 mg/ 15 mL festgestellt werden. Diese Korrosion ist natürlich zum einen auf den Sauerstoffgehalt der Säurelösungen und dem eingeschlossenen Luftvolumen zurückzuführen. Zum anderen sind die Polyäthylenkappen, wie Bader und Landgesell [20] gezeigt haben, für den Sauerstoff durchlässig.

Die von den Schülern entwickelte und realisierte Idee, dass Rollrandgläschen bis zum Rand mit Essigsäure zu füllen und dann den Deckel aufzusetzen, so dass keine Luftblase verbleibt, hatte auch für uns ein überraschendes Ergebnis. Nach zehn Tagen betrug der Kupfergehalt nur 4,5 mg pro 15 ml Lösung. Eine mögliche Erklärung ist, dass durch die fehlende Gasphase im Glas die Diffusion des Sauerstoffs gehemmt ist..



Abbildung 8: Rollrandgläschen mit Kupferwolle und Essigsäure nach dem Vorschlag eines Schülers bis zum Rand aufgefüllt nach 14 Tagen

### Fazit

Zusammenfassend kann festgehalten werden, dass die Schülerinnen und Schüler sich sehr motiviert, zielgerichtet und eigenständig mit dem Problem der Kupferkorrosion auseinandergesetzt haben. Für uns überraschend war, dass bereits nach dem ersten Arbeitsblatt zu Joachim Jungius die Schülerinnen und Schüler die Idee äußerten, es könne sich um eine Reaktion mit Sauerstoff handeln. Demensprechend kann dieser History Lift bereits in einer Lerngruppe ausreichend sein, um das Problem der Kupferkorrosion zu untersuchen. Dabei bleibt zu bemerken, dass insbesondere der Kontext der Kampfschiffe der britischen Navy sehr motivierend auf die Schülerinnen und Schüler wirkte und sie zu weiteren Ideen (z.B. „Nur die Nägel, die durch den Wellengang regelmäßig mit Salzwasser und Luft in Kontakt treten, müssten mit Sauerstoff reagieren.“) veranlasste. Auch der Bezug zur Korrosion von Kupferdächern durch einen Schüler zeigt die hohe Relevanz der behandelten Thematik für die Schülerinnen und Schüler. Insbesondere die unerwartete Situation, die selbst ein Schulbuch scheinbar nicht zu erklären vermag, spornte die Schülerinnen und Schüler zum eigenständigen Forschen an.

### Literatur

- [1] Freienberg, J.; Krüger, W.; Lange, G.; Flint, A.: „Chemie fürs Leben“ - auch schon in der Sekundarstufe I - geht das?, ChemKon, 8(2), 67-75 (2001)
- [2] Freienberg, J.; Flint, A.: „Chemie fürs Leben“ am Beispiel von Zitronensaft und „Rohrfrei“, im Internet: [http://www.didaktik.chemie.uni-rostock.de/fileadmin/MathNat\\_Chemie\\_Didaktik/Downloads/Zitronensaft\\_und\\_Rohrfrei\\_II.pdf](http://www.didaktik.chemie.uni-rostock.de/fileadmin/MathNat_Chemie_Didaktik/Downloads/Zitronensaft_und_Rohrfrei_II.pdf) (18.2.2016)
- [3] Parchmann, I.; Demuth, R.; Ralle, B.; Paschmann, A.; Huntemann, H.: Chemie im Kontext - Begründung und Realisierung eines Lernens in sinnstiftenden Kontexten. PdN-ChiS, 50 (1), 2-7 (2001)

- [4] Elemente Chemie I, Klett-Verlag, Stuttgart (2003)
- [5] Blickpunkt Chemie, Schroedel-Verlag, Hannover (2002)
- [6] Chemie Gymnasium Stoffe, Reaktionen, Umwelt, Volk und Wissen, Berlin (2000)
- [7] Prisma Chemie 7-10, Klett-Verlag, Stuttgart (2010)
- [8] Natur und Technik Chemie Grundaussage, Cornelsen-Verlag, Berlin (2005)
- [9] Natur und Technik Chemie für Realschulen, Länderausgabe b Cornelsen-Verlag, Berlin (1992)
- [10] Chemie heute – kontextorientierter Ansatz, Schroedel-Verlag, Hannover (2010)
- [11] Tedsen, S.; Fittschen, U.; Pöhls, C.; Busker, M.; Jansen, W.: Probleme der Kupferkorrosion, PdN-ChiS, 64 (5), 37-45 (2015)
- [12] Kangro, H.: Joachim Jungius' Experimente und Gedanken zur Begründung der Chemie als Wissenschaft, Wiesbaden (1968)
- [13] Bilddatei im Internet: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AJochim-Jung-1587-1657.jpg> (15.2.2016)
- [14] Bilddatei im Internet: [https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:StJohanniskirche\\_Hamburg.jpg](https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:StJohanniskirche_Hamburg.jpg) (16.2.2016)
- [15] Schmidkunz, H., Lindemann, H.: Das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren, München (1976)
- [16] Jansen, W.: Das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren – Geschichte der Chemie im Chemieunterricht, in Pfeifer, P., Häußler, K., Lutz, B. (Federführung): Konkrete Fachdidaktik Chemie, Oldenburg, 223-234 (1992)
- [17] Matuschek, C.: Geschichte der Chemie im Chemieunterricht – das historisch-problemorientierte Unterrichtsverfahren mit Beispielen aus der organischen Chemie, Dissertation Oldenburg (1989)
- [18] Bradley, J.: History and the teaching of chemistry to the beginner, Educ. Chem. 22, 22ff (1984)
- [19] Pöhls, C.; Busker, M.: Experimente mit blauer Tinte, CHEMKON, 22, 138-141 (2015)
- [20] Landgesell, B.; Bader, H. D.: Wie durchlässig sind Verpackungsfolien für Sauerstoff?, CHEMKON, 13, 21-26 (2006)

*Anschrift der Verfasser:*

*Dominique Rosenberg, Sebastian Böttger, Prof. em. Dr. Walter Jansen und Prof. Dr. Maïke Busker, Europa-Universität Flensburg, Abteilung Chemie und ihre Didaktik, Auf dem Campus 1, 24943 Flensburg, Email:*

*[dominique.rosenberg@uni-flensburg.de](mailto:dominique.rosenberg@uni-flensburg.de)*

*[sebastian.boettger@uni-flensburg.de](mailto:sebastian.boettger@uni-flensburg.de)*

*[w.jansen.fl@icloud.com](mailto:w.jansen.fl@icloud.com)*

*[maike.busker@uni-flensburg.de](mailto:maike.busker@uni-flensburg.de)*

*Prof. Dr. Ursula Fittschen, Washington State University, PO BOX 644630, Email:*

*[Ursula.fittschen@wsu.edu](mailto:Ursula.fittschen@wsu.edu)*

*Christin Pöhls, Gemeinschaftsschule Niebüll, Uhlebüllers Straße 15, 25899 Niebüll, Email: [FrauPoehls@freenet.de](mailto:FrauPoehls@freenet.de)*

## Auflösen von Kupfer in Säuren

Das langsame Auflösen von Kupfer mit Säuren beschäftigte bereits Wissenschaftler im 17. Jahrhundert. Joachim Jungius (1587-1657) untersuchte in den zwanziger Jahren des 17. Jahrhunderts das Lösen des Kupfers in Säuren.



Abb. 1: Joachim Jungius (1587-1675)

Jungius schrieb dazu: „Am 21. Februar 1621 nach Mittag gab ich 12 Stückchen Kupfer im Gesamtgewichts von 2 Rostocker Kupfermünzen in ein Glas und goss Weinessig darüber, um zu erfahren, ob die Kupferstückchen vollständig verbraucht werden können. Es scheint viel auszumachen, wenn das Kupfer nicht auf dem Grunde des Glases liegt, sondern an der Oberfläche der Flüssigkeit gehalten wird, ebenso, wenn die Essigmenge reichlich ist. ... Aus einer Beobachtung vom Jahre 1623 geht hervor, dass eine grüne, klare Flüssigkeit nach Beendigung der „corrosio“ entstanden ist.“<sup>1</sup>

**Welche besonderen Beobachtungen hat Joachim Jungius gemacht? Wie kann man diese Beobachtungen erklären? Diskutiert Eure Vermutungen in Partnerarbeit! Haltet Eure Ergebnisse fest!**

---

---

---

---

<sup>1</sup> Quelle: Kangro, H.: Joachim Jungius' Experimente und Gedanken zur Begründung der Chemie als Wissenschaft, Wiesbaden (1968), S 3  
Bilddatei: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AJochim-Jung-1587-1657.jpg> (15.2.2016)



## Auflösen von Kupfer in Salzwasser

Nicht nur in Säuren, sondern auch in Salzwasser ist ein langsames Auflösen des Kupfers zu beobachten.



Abb. 2: Humphry Davy (1778-1829)

Zweihundert Jahre später, 1824, untersuchte Humphry Davy (1778-1829) im Auftrag der Royal Navy das Korrosionsverhalten des Kupfers in Meerwasser. Damals wurden die Planken der englischen Kriegsschiffe durch Kupferbeschläge zusammengehalten, um Beschuss durch feindliche Schiffe und Rammstöße besser zu überstehen. Seine Erkenntnis über diesen Gegenstand veröffentlichte Davy 1824 und 1825. Er schrieb:

*„Wenn ein poliertes Stück Kupfer mehrere Wochen lang in Seewasser aufbewahrt wird, so ist der erste Erfolg der gegenseitigen Einwirkung beider, dass sich innerhalb von 2 oder 3 Stunden das Kupfer mit einem gelben Belag überzieht und das Wasser wolkig wird.*

*Die Farbe des Trübenden ist anfangs weiß, wird aber allmählig grün und innerhalb eins Tages hat sich am Boden des Gefäßes ein blaugrüner Niederschlag abgesetzt, der fortwährend anwächst. Zu gleicher Zeit wird die Oberfläche des Kupfers zerfressen, zeigt sich rot im Wasser, und grün wo sie mit Luft in Berührung ist.“*

Und weiter heißt es: *„Die Zerfressung des Kupfers muss also einen anderen Grund haben. Es ist daher nötig, dass hier Wasser zersetzt und Wasserstoff gebildet oder Sauerstoff aus der Luft verschluckt werde. Ersteres geschieht nicht, weil Davy fand, dass kein Wasserstoffgas entwickelt wird. Es muss also notwendiger Weise der Sauerstoff der Luft hier als das Wirkende angesehen werden; dies hat sich völlig bestätigt, denn wenn man ...“<sup>2</sup>*

**Was hat Humphry Davy Besonderes beobachtet? Wie könnte Humphry Davy vorgegangen sein? Entwickelt in Gruppenarbeit hierzu ein geeignetes Experiment!**

---

---

---

---

<sup>2</sup> Quelle: Davy, H.: Nachträgliche Versuche und Beobachtungen über die Anwendung elektrischer Kombination zur Beschützung des Kupferbeschlags der Schiffe und zu anderen Zwecken, Poggendorfs Annalen, Bd.III, (1825), S 221-212  
Bilddatei: [https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHumphry\\_Davy\\_Engraving\\_1830.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3AHumphry_Davy_Engraving_1830.jpg) (15.2.2016)